Réaction chimique

*** Normalité :**

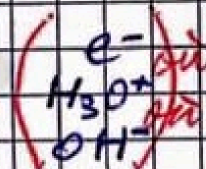
$$C = \frac{n}{V}$$ (mol/l)

*** Molarité :**

$$N = \frac{n_{éq}}{V}$$ (moléq/l)

$$C = \frac{N}{P}$$ $$n_{éq} = n \cdot P$$

$n_{éq}$: nombre de moléq / P : le Nombre de



*** Concentration massique :**

$$C' = C \cdot M$$ (g/l)

*** la densité :**

$$d = \frac{\text{masse de 1 litre de matière}}{\text{masse de 1 litre de l'eau}}$$

*** Quantité de matière :**

$$n_A = \frac{m_A}{M_A}$$ (mol)

*** masse molaire :**

$$M(A_aB_b) = a\,M(A) + b\,M(B)$$ ($g \cdot mol^{-1}$)

- $PH = -\log[H_3O^+] \Longrightarrow [H_3O^+] = 10^{-PH}$
- $POH = -\log[OH^-] \Longrightarrow [OH^-] = 10^{-POH}$
- $PH + POH = 14$ * $pK_A = -\log K_A$
- H_3O^+ est l'acide le plus fort qui existe dans l'eau.
- OH^- est la base la plus forte qui existe dans l'eau

$K_{a_1} = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$; $K_{a_2} = \frac{[B^-][H_3O^+]}{[BH]}$; $K = \frac{K_{a_1}}{K_{a_2}}$

$K_{b_1} = \frac{[AH][OH^-]}{[A^-]}$; $K_{b_2} = \frac{[BH][OH^-]}{[B^-]}$

* $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$; $K_e = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$

* Si $K > 1$ → le sens ①

  Si $K < 1$ → le sens ②

* Si $C > 3.10^{-7}$ → $pH = -\log C$ (acide fort)

  → $pH = 14 + \log C$ (base forte)

* $I = \frac{K_a}{C} < 0{,}0025$ → $pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log(C))$ (acide faible)

* $I = \frac{K_b}{C} < 0{,}0025$ → $pH = 7 + \frac{1}{2}(pK_a + \log(C))$ (base faible)

* Acide fort + Base forte → $pH = 7$

* Acide faible + Base faible → $pH = \frac{1}{2}(pK_{a_1} + pK_{a_2})$

* Résoudre α :

I : 0,0025 — 0,1 — 50

α : 0,05 — 0,27

$\alpha = \sqrt{I}$; $\alpha = \sqrt{I} - \frac{I}{2}$; $\alpha = \frac{-I + \sqrt{I^2 + 4I}}{2}$

* calcule de PH :

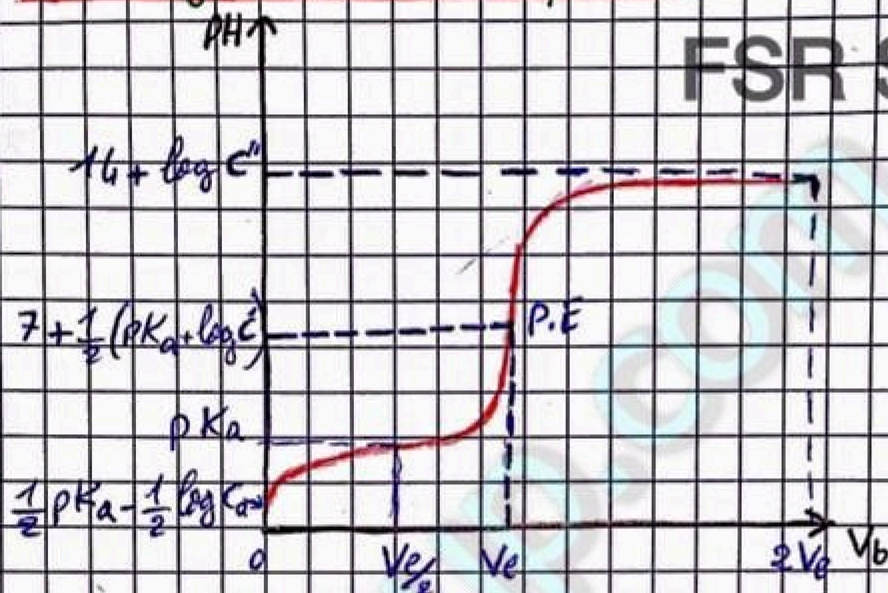
$$PH = PK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

* Neutralisation :

$$pH = 7$$

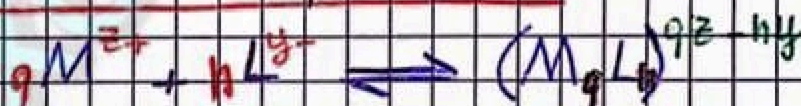
$$C_a V_a = C_b V_b$$ au point d'équilibre.

* Titrage acide-basique :



* Complexation :

- Réaction de complexation :



$$qM^{z+} + nL^{y-} \rightleftharpoons (M_qL_n)^{qz-ny}$$

- Cste de formation du complexe :

$$\beta = \frac{[(M_qL_n)^{qz-ny}]}{[M^{z+}]^q [L^{y-}]^n}$$

- Cste de formation du complexe à l'équilibre :

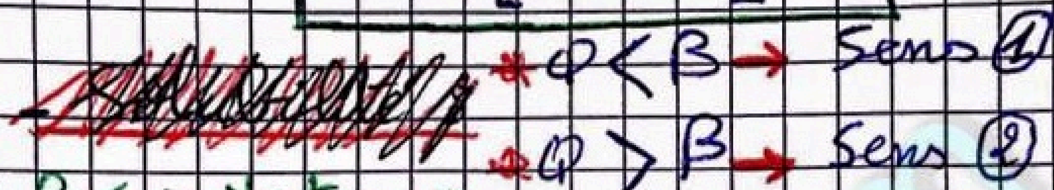
$$\beta = \frac{[(M_qL_n)^{qz-ny}]_{éq}}{[M^{z+}]^q_{éq} [L^{y-}]^n_{éq}}$$

- Cste d'équilibre à l'état initiale :

$$\varphi = \frac{[(M_qL_n)^{qz-ny}]_0}{[M^{z+}]^q_0 [L^{y-}]^n_0}$$

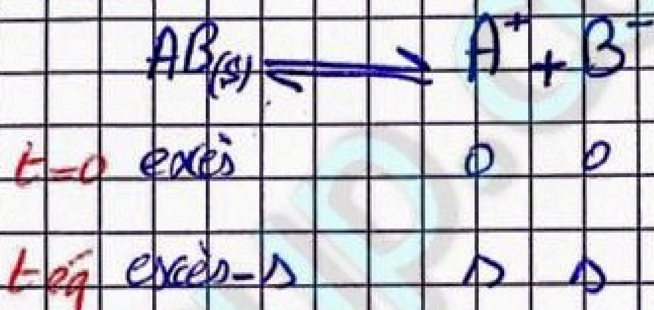
- Cste de dissociation :

$$K_d = \frac{[M^{z+}]^q\,[L^{y-}]^n}{[(M_qL_n)^{qz-ny}]}$$



*** Précipitation :**

- Solubilité :



- Constante de Solubilité :

$$K_s = [A^+][B^-] = s \cdot s = s^2$$

- Au début du précipitation de AB :

$$[A^+] = [A^+]_0 \; ; \; [B^-] = [B^-]_0 \; ; \; [AB] = [AB]_0$$

- X précipitation avec 50% :

$$[X] = [X]_0 - 0{,}5\,[X]_0$$

- X précipitation avec 99% :

$$[X]_{sol} = 1\%\,[X]_0$$

* Réaction d'oxydo-réduction :

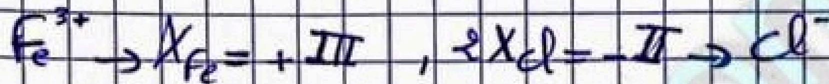
- Oxydant est un espèce chimique qui fixe e^-.
- Réducteur " " " " cède e^-.

- Nombre d'oxydation : (X_i)

(X_i) est égale à la charge de cette molécule.



ex : $K^+ \rightarrow X_K = +I$, $I^- \rightarrow X_I = -I$



$Fe^{3+} \rightarrow X_{Fe} = +III$, $X_{Cl} = -I \rightarrow Cl^-$

- Pour $H \rightarrow X_H = +I$ Sauf dans LiH où $X_H = -I$
- Pour $O \rightarrow X_O = -II$ Sauf dans H_2O_2 où $X_O = -I$.

- Constante d'équilibre :

$$\Delta G^0 = -nF\Delta E^0$$

- $\Delta G > 0 \rightarrow$ Réaction spontanée $\rightarrow$ réduction.
- $\Delta G < 0 \rightarrow$ " non " $\rightarrow$ Oxydation.

$$\Delta G^0 = -RT \ln K_{éq} = 0{,}06\, F \log K_{éq}$$

- force électromotrice :

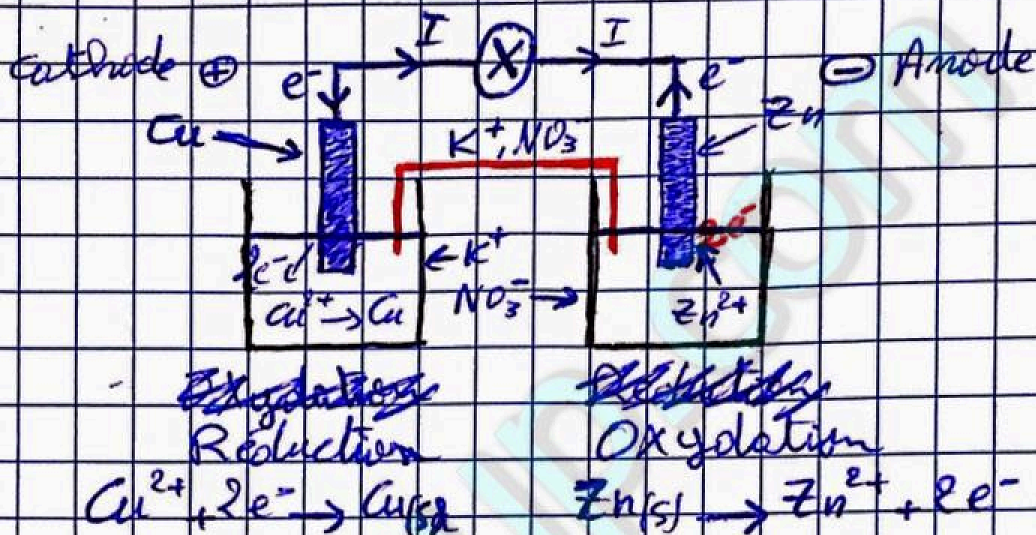
$$f.e.m = \Delta E = E_A - E_B$$

f.e.m est toujours positifs.

- potentiel standard E^0 et potentiel E :

$$E = E^0 + \frac{0{,}06}{n} \log \frac{[Ox]^a}{[Red]^b}$$

* Pile Daniell :



$$E_{cathode} > E_{anode}$$